RELATÓRIO TÉCNICO
Título do Relatório – Equilíbrio Químico entre KSCN (Ticionato de potássio) com Fe$(NO_3)_2$ (Nitrato de Férrico)

Equipe:
Isaac Almeida
Kaio Silva
Danilo Damous Dias

1. INTRODUÇÃO

O experimento tem como objetivo analisar o equilíbrio químico da reação entre ticionato de potássio (KSCN) e nitrato férrico ($Fe(NO_3)_2$)**,** que resulta na formação do complexo $[Fe(SCN)]^{2+}$**,** caracterizado por sua coloração vermelha. Posteriormente, serão adicionados diferentes compostos (SCN^-, $FeCl_3$ e KCl**)** em tubos de ensaio contendo o produto da reação, permitindo a observação de possíveis deslocamentos no equilíbrio químico. O estudo permitirá compreender o Princípio de Le Chatelier, que explica como o equilíbrio químico responde a alterações na concentração dos reagentes e produtos.

- O conceito de equilíbrio químico e o efeito da adição de reagentes no deslocamento do equilíbrio
- A formação do complexo $[Fe(SCN)]^{2+}$ e sua coloração
- O efeito da adição de SCN^-, $FeCl_3$ e KCl sobre o equilíbrio químico do sistema
- Comparação dos resultados observados em cada tubo de ensaio

2. OBJETIVOS

O experimento pretende demonstrar como o equilíbrio químico da reação entre ticionato de potássio (KSCN) e nitrato férrico ($Fe(NO_3)_2$) pode ser alterado pela adição de diferentes substâncias **(**SCN^-, $FeCl_3$ e KCl**)**. Através da observação da variação da coloração do complexo $[Fe(SCN)]^{2+}$.

3. METODOLOGIA

- Materiais e equipamentos
    1. Tubos de ensaio
    2. Béquer de 100ml
    3. Bastão de vidro

- Reagentes
    1. Ticionato de potássio (KSCN)
    2. Nitrato férrico ($Fe(NO_3)_2$)
    3. Cloreto férrico ($FeCl_3$)
    4. Cloreto de potássio (KCl)
- **PREPARO**

  Em um béquer de 100 ml, misturar solução de KSCN com ($Fe(NO_3)_2$), observando a formação do produto $[Fe(SCN)]^{2+}$, que apresenta coloração avermelhada
- **DESLOCAMENTOS DO EQUILÍBRIO**
    1. Separar a solução preparada em quatros tubos de ensaio
    2. No primeiro tubo, colocar o produto formado para comparação com os demais
    3. No segundo tubo, adicionar algumas gotas de solução de SCN^{-}
    4. No terceiro tubo, adicionar algumas gotas de solução de $FeCl_3$
    5. No quarto tubo, adicionar algumas gotas de solução de KCl

Nota-se os deslocamentos do equilíbrio com base no princípio de Le Chatelier, devemos observar a mudança na coloração de cada tubo e fazer comparações

4. DESENVOLVIMENTO/RESULTADOS

1. No tubo de ensaio que foi adicionado solução de SCN^{-}, ocorreu uma relação direta e sua coloração ficou um vermelho mais forte

2. No tubo de ensaio que foi adicionado solução de $FeCl_3$, ocorreu uma relação direta e sua coloração ficou também um vermelho mais forte

3. No tubo de ensaio que foi adicionado solução de KCl, ocorreu uma relação inversa, assim sua coloração ficou mais fraca, como um marrom bem claro

5. DISCUSSÃO

- Adição de SCN^{-}: O aumento da concentração de SCN^{-} deslocou o equilíbrio, intensificando a cor vermelha devido à maior formação do produto $[Fe(SCN)]^{2+}$

- Adição de Fe^{3+} ($FeCl_3$): O acréscimo de Fe^{3+} também deslocou o equilíbrio, aumentando a intensidade da coloração vermelha.
- Adição de KCl: A presença de K^+ não alterou significativamente a cor, pois os íons potássio não participam diretamente no equilíbrio da reação

Um exemplo do cotidiano seria a Mudanças de cor em indicadores ácido-base

6. CONCLUSÃO

O experimento demonstrou que a adição de SCN^- e Fe^{3+} desloca o equilíbrio químico do produto $[Fe(SCN)]^{2+}$, intensificando a coloração vermelha. Já a adição de KCl não causou mudanças significativas, indicando que os íons K^+ não afetam o equilíbrio. Confirmando o Princípio de Le Chatelier, mostrando como a variação na concentração dos reagentes altera o equilíbrio químico

7. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, P. W.; PAULA, J. de. *Físico-Química*. 9ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 2011.

BROWN, T. L. et al. *Química: A Ciência Central*. 14ª ed. São Paulo: Pearson, 2018.

RUSSEL, J. B. *Química Geral*. 2ª ed. São Paulo: Makron Books, 2000.

RELATÓRIO TÉCNICO

Título do Relatório – Equilíbrio Químico com a reação entre cloreto de magnésio ($MgCl_2$) e hidróxido de sódio (NaOH)

Equipe:
Isaac Almeida
Kaio Silva
Danilo Damous Dias

1. INTRODUÇÃO

O objetivo deste experimento é analisar o equilíbrio químico da reação entre cloreto de magnésio ($MgCl_2$) e hidróxido de sódio (NaOH), que resulta na formação de hidróxido de magnésio ($Mg(OH)_2$), um precipitado. Em seguida, será adicionada uma pequena quantidade de cloreto de amônio (NH_4Cl) sólido para observar seu efeito sobre o deslocamento do equilíbrio. Observando:

- O comportamento do $Mg(OH)_2$ em solução e seu equilíbrio com Mg^{2+} e OH^-
- O impacto do NH_4Cl no deslocamento do equilíbrio

2. OBJETIVOS

1. Observar a formação do precipitado de hidróxido de magnésio ($Mg(OH)_2$)
2. Analisar o efeito da adição de cloreto de amônio (NH_4Cl) no equilíbrio químico, verificando como a mudança na concentração de íon comum Cl^- pode reestabelecer o equilíbrio, isto segundo o Princípio de Le Chatelier

3. METODOLOGIA

- **MATERIAIS E EQUIPAMENTOS**
    1. Tubos de ensaio
    2. Bastão de vidro
- **REAGENTES**
    1. Cloreto de magnésio ($MgCl_2$)
    2. Hidróxido de sódio (NaOH)
    3. Cloreto de amônio (NH_4Cl)
- **PREPARO**

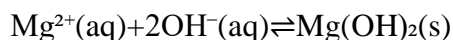
1. Dissolver $MgCl_2$ em água destilada e preparar uma solução de NaOH

2. Adicionar a solução de NaOH a um tubo de ensaio contendo a solução de $MgCl_2$, observando a formação de precipitado de $Mg(OH)_2$
3. Adicionar uma pequena quantidade de NH_4Cl sólido ao sistema, misturando para permitir a dissolução do cloreto e observar os efeitos sobre a dissolução do precipitado

A fim de monitorar mudanças na formação ou dissolução do precipitado de $Mg(OH)_2$

4. DESENVOLVIMENTO/RESULTADOS

A reação inicial ocorre entre cloreto de magnésio ($MgCl_2$) e hidróxido de sódio (NaOH), formando hidróxido de magnésio ($Mg(OH)_2$) como precipitado:

$$Mg^{2+}(aq)+2OH^{-}(aq)\rightleftharpoons Mg(OH)_2(s)$$

Quando cloreto de amônio (NH_4Cl) é adicionado, ele introduz o íon Cl^- (íon comum), que está presente também no $MgCl_2$. Segundo o Princípio de Le Chatelier, quando um íon comum é adicionado ao sistema, o equilíbrio será deslocado para a esquerda para minimizar a mudança. O NH_4Cl também libera NH_4^+, que reage com os íons OH^- presentes, formando NH_4OH, o que reduz a concentração de OH^-**,** favorecendo a dissolução do $Mg(OH)_2$ e diminui a formação de precipitado

5. DISCUSSÃO

A adição de NH_4Cl ao sistema contendo cloreto de magnésio ($MgCl_2$) e hidróxido de sódio (NaOH) demonstrou o deslocamento do equilíbrio químico, conforme o princípio de Le Chatelier. O precipitado $Mg(OH)_2$ foi inicialmente observada, mas ao adicionar NH_4Cl, houve dissolução do precipitado. Pelo fato do aumento da concentração de Cl^-**,** que como íon comum, deslocou o equilíbrio para a dissolução do $Mg(OH)_2$, liberando mais Mg^{2+} e OH^- em solução. Além disso, o NH_4^+ presente no NH_4Cl consumiu OH^-, promovendo ainda mais a dissolução do precipitado.

Os resultados seguem o princípio de Le Chatelier, que afirma que um sistema em equilíbrio se ajusta para contrariar alterações impostas, como o aumento da concentração de um íon comum.

Uma possível divergência pode ser a concentração de NH_4Cl, temperatura e pureza dos reagentes podem afetar a velocidade de dissolução ou a quantidade de precipitado remanescente.

6. CONCLUSÃO

Aplicação do princípio de Le Chatelier, demonstra que o equilíbrio químico é sensível a alterações na concentração de íons, levando a um deslocamento do equilíbrio. A dissolução do precipitado e a alteração na concentração de OH^- evidenciam como o sistema responde a mudanças externas

7. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, P. W.; PAULA, J. de. *Físico-Química*. 9. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2011.

BROWN, T. L. et al. *Química: A Ciência Central*. 14. ed. São Paulo: Pearson, 2018

RELATÓRIO TÉCNICO
Título do Relatório – Equilíbrio Químico com a reação entre hexaaquocobalto (II) $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ e cloreto de sódio (NaCl)

Equipe:
Isaac Almeida
Kaio Silva
Danilo Damous Dias

1. INTRODUÇÃO

O experimento tem como objetivo observar a reação entre o complexo hexaaquocobalto (II) $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ e o cloreto (NaCl) analisando as mudanças de coloração e os aspectos térmicos da reação. Este experimento permite estudar os efeitos da temperatura sobre o equilíbrio químico, a influência do calor sobre a reversibilidade do processo possibilita uma análise da aplicação do princípio de Le Chatelier. A realização desse experimento é relevante para compreender melhor as interações entre ligantes e íons metálicos, bem como os efeitos térmicos sobre sistemas em equilíbrio

2. OBJETIVOS

- Observar a reação entre o complexo hexaaquocobalto (II) $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ e o cloreto
- Analisar as mudanças de coloração
- Identificar se o processo é endotérmico ou exotérmico com o auxílio do banho-maria
- Aplicar o princípio de Le Chatelier

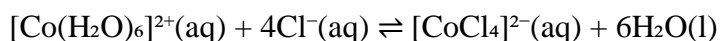
3. METODOLOGIA

- **MATERIAIS E EQUIPAMENTOS**
  1. Solução de hexaaquocobalto (II) $[Co(H_2O)_6]^{2+}$
  2. solução de cloreto concentrado
  3. Tubos de ensaio
  4. Banho-maria

- **PREPARO**
  1. Em um tubo de ensaio, adiciona-se a solução de $[Co(H_2O)_6]^{2+}$
  2. Introduzir a solução de NaCl concentrado, oberservando a mudança de coloração
  3. O tubo de ensaio é colocado em um banho-maria quente e logo depois em um béquer de 1 litro contendo água fria, registrando as variações de cor e a reversibilidade da reação

4. DESENVOLVIMENTO/RESULTADOS

Equação química

$$[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 4Cl^{-}(aq) \rightleftharpoons [CoCl_4]^{2-}(aq) + 6H_2O(l)$$

O íon hexaaquocobalto(II) $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ é de coloração rosa, enquanto o $[CoCl_4]^{2-}$ apresenta coloração azul.

Essa reação é endotérmica no sentido da formação de $[CoCl_4]^{2-}$ e exotérmica na formação de $[Co(H_2O)_6]^{2+}$. O princípio de Le Chatelier afirma que um sistema em equilíbrio ajusta-se para minimizar perturbações externas, como variações de temperatura. Aquecimento desloca o equilíbrio para a direita e o resfriamento desloca o equilíbrio para a esquerda

Nota-se que a temperatura influencia diretamente o equilíbrio químico, confirmando o efeito térmico na estabilidade dos complexos metálicos

5. DISCUSSÃO

Os resultados confirmam que a reação entre $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ e Cl^{-} é influenciada pela temperatura, demonstrando o deslocamento do equilíbrio químico conforme previsto pelo princípio de Le Chatelier, Esse comportamento está alinhado com estudos sobre equilíbrios químicos em sistemas aquosos e processos industriais que envolvem metais de transição. Em uma garrafa de refrigerante fechada o equilíbrio entre CO_2 dissolvido e CO_2 gasoso é deslocado ao abrir a garrafa, reduzindo a concentração de CO_2 dissolvido

6. CONCLUSÃO

O experimento confirmou que a reação entre $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ e Cl^- é um sistema de equilíbrio químico influenciado por temperatura e concentração de íons. A adição de NaCl concentrado deslocou o equilíbrio para a formação do complexo azul $[CoCl_4]^{2-}$, enquanto o resfriamento favoreceu a regeneração do complexo rosa $[Co(H_2O)_6]^{2+}$

Uma sugestão para estudos futuros seria a síntese e controle de complexos metálicos na indústria química e na produção de corantes e catalisadores

7. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, P.; JONES, L. Princípios de Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E. Química: A Ciência Central. 12. ed. São Paulo: Pearson, 2013.

MORTIMER, R. G. Química Física. 3. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2006.